



**Profesor
Miguel Zavala**

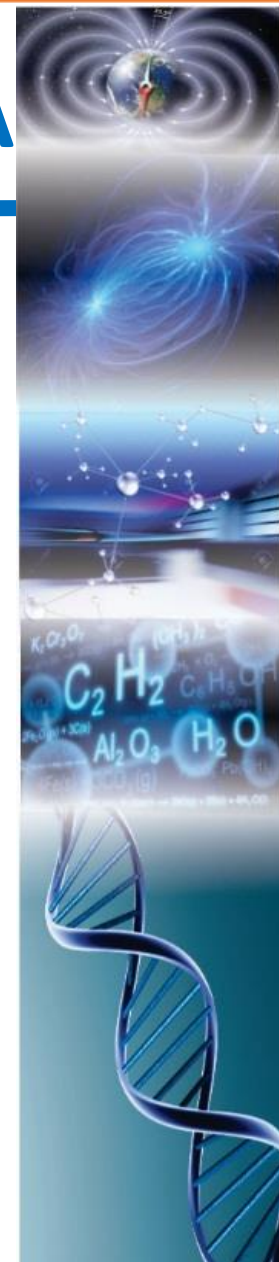
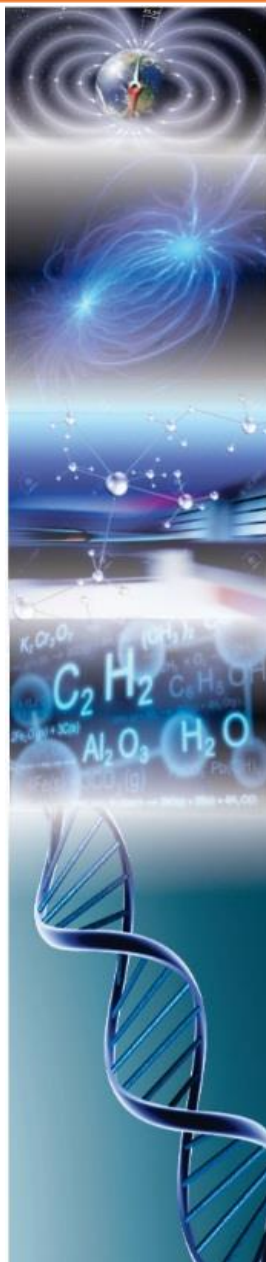


QUÍMICA

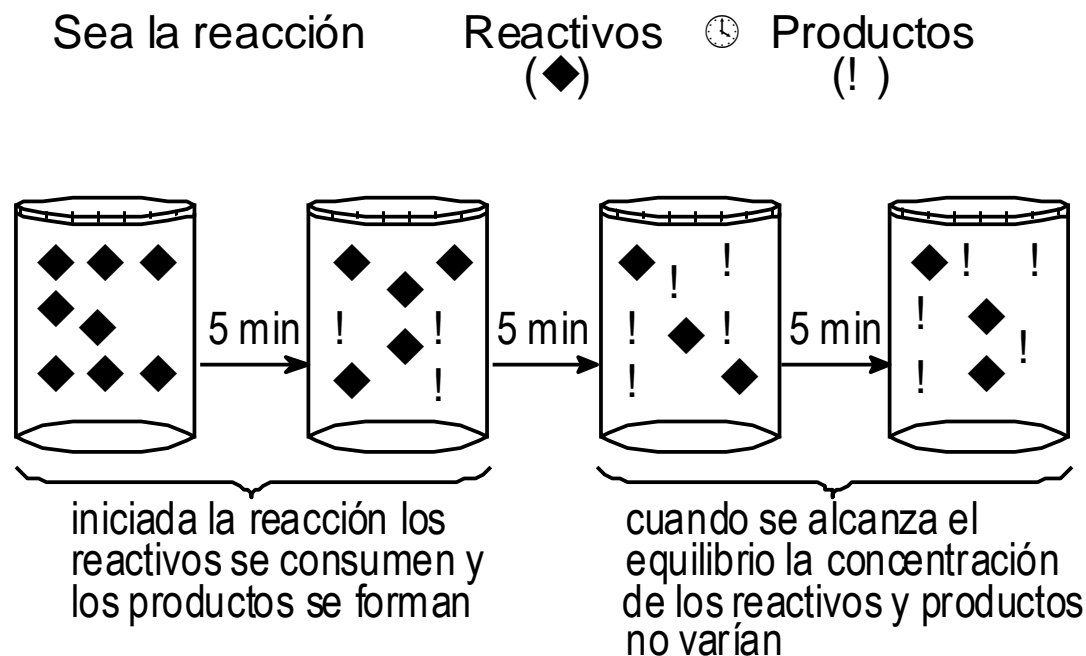
GRUPO PITÁGORAS

MECÁNICA QUÍMICA

EQUILIBRIO QUÍMICO



Es una condición dinámica que se presenta en reacciones reversibles en las cuales la velocidad de reacción directa (velocidad hacia la derecha) y la velocidad de reacción inversa (velocidad hacia la izquierda) son iguales; manteniéndose constante las concentraciones de todas las sustancias que participan en la reacción (es decir no se produce cambio neto en las concentraciones de los reactivos o productos mientras, el sistema se encuentra en equilibrio). Desde el punto de vista termodinámico el equilibrio químico es estático, pues la presión, el volumen y la temperatura no varían.



Sea la reacción reversible :



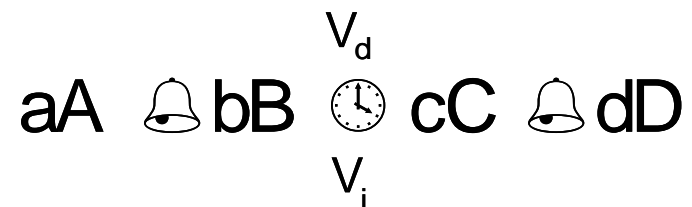
Entonces :

* La reacción : $A + B \rightarrow C + D$ es considerada reacción de avance o directa y se desarrolla a la velocidad V_d .

* La reacción : $C + D \rightarrow A + B$ es considerada reacción inversa y se desarrolla a la velocidad V_i .

Ahora, al inicio de la reacción la V_d es mayor que la V_i , pero a medida que transcurre la reacción la concentración de los reactivos disminuye y por lo tanto la V_d disminuye mientras que la concentración de los productos aumenta y por lo tanto la V_i aumenta, luego de un determinado tiempo se llegan a igualar la V_d y V_i , justo en este momento se alcanza el EQUILIBRIO QUÍMICO.

Para la reacción propuesta, se tiene:

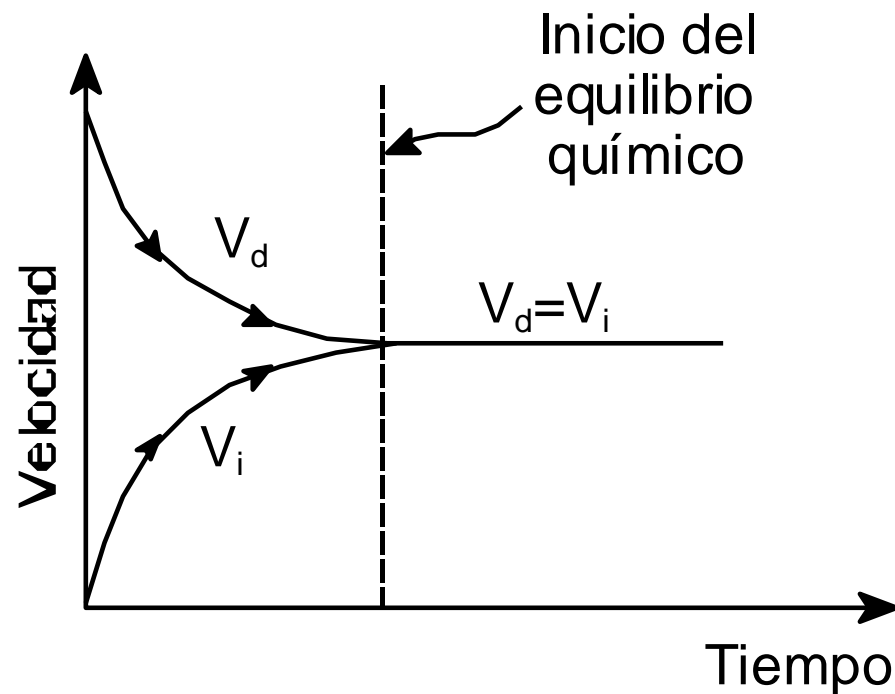


$$V_d = K_1 [A]^a \cdot [B]^b \quad ; \quad V_i = K_2 [C]^c \cdot [D]^d$$

En el equilibrio químico, se cumple:

$$V_{\text{Rxn.}}(\text{directa}) = V_{\text{Rxn.}}(\text{inversa})$$

En forma gráfica:



entonces:

$$K_1 [A]^a \cdot [B]^b = K_2 [C]^c \cdot [D]^d$$

La constante de equilibrio será :

$$K_{eq} = \frac{K_1}{K_2}$$



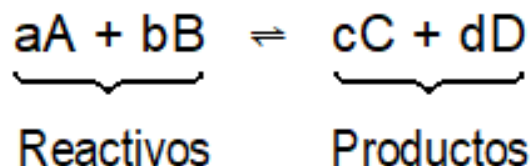
$$K_{eq} = \frac{[\text{Productos}]}{[\text{Reactantes}]}$$

EXPRESIONES PARA LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO

1. En función de las concentraciones (K_c)

Se define como el producto de las concentraciones en el equilibrio (moles por litro) de los productos, elevada cada una a la potencia que corresponde a su coeficiente en la ecuación balanceada, y dividida por el producto de concentraciones en equilibrio de los reactivos, elevada cada una a la potencia que corresponde a su coeficiente en la ecuación balanceada.

Sea la reacción:



$$K_c = \frac{[\text{Productos}]^{\text{coef.}}}{[\text{Reactivos}]^{\text{coef.}}} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

a, b, c y d: coeficientes de la ecuación balanceada

* La constante de equilibrio se modifica con el cambio de la temperatura.

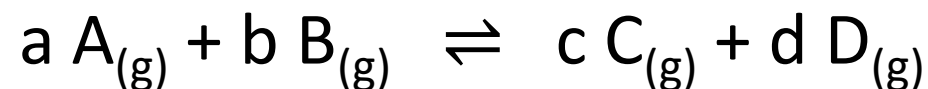
* La constante de equilibrio no se ve afectada por un cambio de concentración

* La concentración de sólidos o líquidos puros en el equilibrio, no aparecen en la expresión de la constante de equilibrio

2. En función de las presiones parciales (Kp)

Es la constante de equilibrio en función de las presiones de los productos y reactivos gaseosos en equilibrio.

Sea la reacción:



$$K_p = \frac{(\text{Presión de productos})^{\text{coef.}}}{(\text{Presión de reactivos})^{\text{coef.}}} = \frac{(P_C)^c (P_D)^d}{(P_A)^a \cdot (P_B)^b}$$

3. En función de las fracciones molares (Kx)

$$K_x = \frac{(f_{m_C})^c \cdot (f_{m_D})^d}{(f_{m_A})^a \cdot (f_{m_B})^b} \quad * \quad f_{m_A} = \frac{n_A}{n_{\text{total}}}$$

4. Relación entre K_c ; K_p y K_x :

K_c y K_p se relacionan a una temperatura (T) determinada de la siguiente manera:

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = K_x (P_{\text{total}})^{\Delta n}$$

Donde:

R: Cte. universal de los gases ideales

$$\left(R = 0,082 \frac{\text{atm}}{\text{mol.K}} \right)$$

T: Temperatura absoluta (kelvin)

P: Presión de la mezcla gaseosa

Δn : Variación del número de moles

$$\Delta n = \sum \text{coef. (productos)} - \sum \text{coef. (reactivos)}$$

OBSERVACIONES :

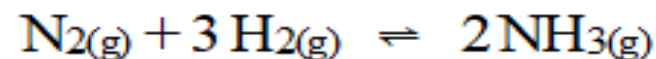
1. El valor de la “constante de equilibrio” nos indica la relación que existe entre los productos y los reactantes en el equilibrio.
2. Si $K_c > 1$, la tendencia de la reacción es formar más productos que reactantes.
Si $K_c < 1$, la tendencia de la reacción es formar más reactantes que productos.
Si $K_c = 1$, en el equilibrio la concentración de los productos y de los reactantes son iguales.
3. Para los líquidos y sólidos puros se considera que la concentración es constante, por esto no se toma en cuenta para calcular la constante K_c .

TIPOS DE EQUILIBRIO QUÍMICO

A. Equilibrio Homogéneo

Las sustancias participantes, están en la misma fase o estado físico (gaseoso o líquido).

Ejemplo :

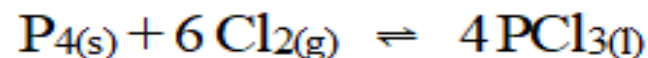


$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] [\text{H}_2]^3} \quad ; \quad K_p = \frac{(P_{\text{NH}_3})^2}{(P_{\text{N}_2}) (P_{\text{H}_2})^3}$$

B. Equilibrio Heterogéneo

De las sustancias participantes, al menos dos de ellas están en fases diferentes.

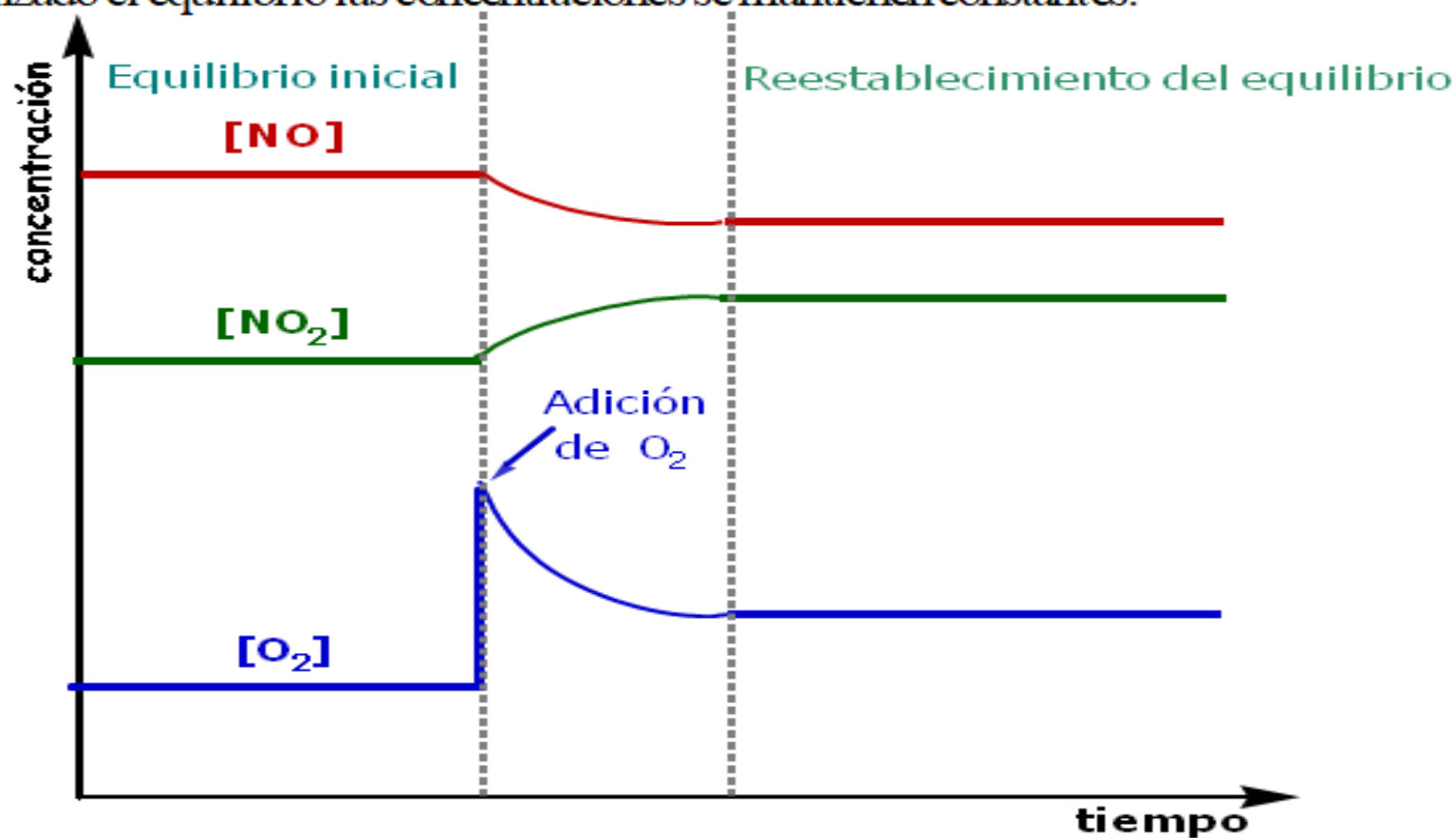
Ejemplo :



$$K_c = \frac{1}{[\text{Cl}_2]^6} \quad ; \quad K_p = \frac{1}{(P_{\text{Cl}_2})^6}$$

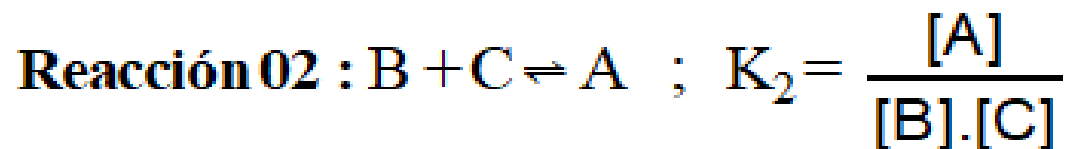
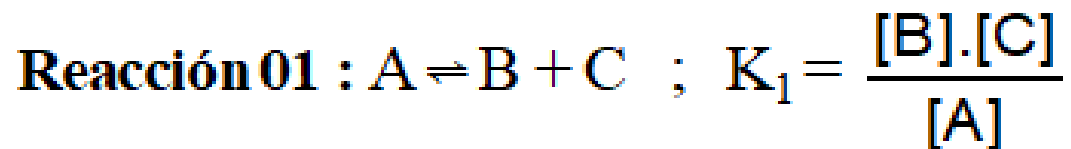
PROPIEDADES DEL EQUILIBRIO QUÍMICO

1. Microscópicamente es un equilibrio dinámico porque ambas velocidades siguen desarrollándose.
2. Macroscópicamente es un equilibrio estático al mantenerse constantes la presión, volumen y temperatura.
3. Es independiente de las cantidades iniciales. Además, también se alcanza si se empieza con los productos.
4. Una vez alcanzado el equilibrio las concentraciones se mantienen constantes.



PROPIEDADES DE LA CONSTANTE DE EQUILIBRIO

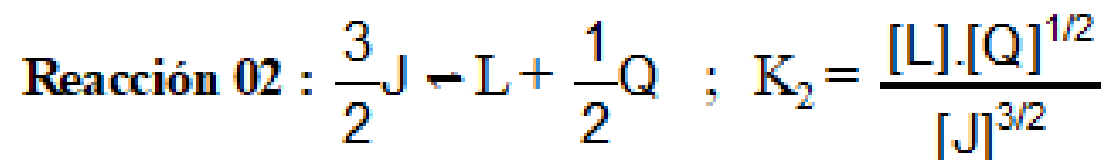
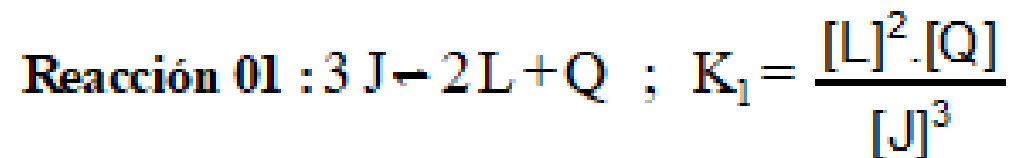
1. Su valor solo depende de la temperatura.
2. La constante de equilibrio no depende del mecanismo de reacción.
3. Al invertir el sentido de la reacción, la nueva constante es recíproca de la anterior.
Ejemplo:



Por lo tanto, se deduce : $K_2 = \frac{1}{K_1}$

4. Al dividir a los coeficientes de una ecuación de equilibrio entre una cantidad “n”, la nueva constante es igual a la anterior elevada a la “ $\frac{1}{n}$ ”

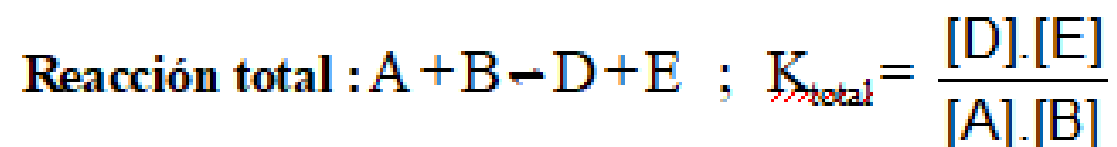
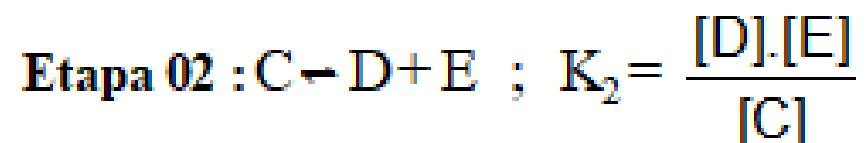
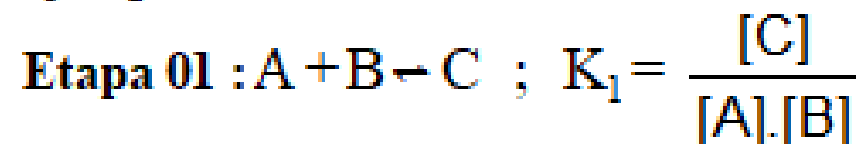
Ejemplo:



Por lo tanto, se deduce : $K_2 = (K_1)^{1/2}$

5. En una reacción por etapas la constante de equilibrio de la reacción total es igual al producto de las constantes de equilibrio de las etapas:

Ejemplo:



Por lo tanto, se deduce : $K_{total} = K_1 \cdot K_2$

GRADO DE REACCIÓN (α)

Relaciona la cantidad que ha reaccionado, respecto a la cantidad inicial de una determinada especie química participante de la reacción.

$$\alpha = \frac{\text{Cantidad que ha reaccionado}}{\text{Cantidad inicial}}$$

PRINCIPIO DE LE CHATELIER

Cuando se efectúa un cambio de condiciones (tensión) en un sistema en equilibrio, dicho sistema responde de manera que tienda a reducir la tensión y a alcanzar un nuevo estado de equilibrio.

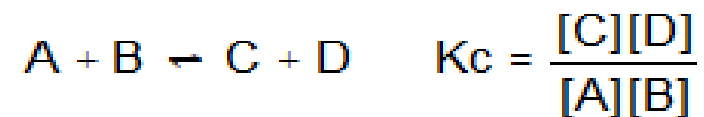
Pueden considerarse tres tipos de cambios:

- Cambios de concentración
- Cambios de presión (cambios de volumen para reacciones gaseosas)
- Cambios de temperatura

FACTORES QUE AFECTAN EL EQUILIBRIO

1. Efecto de la Concentración

Considere el siguiente sistema en equilibrio.



- Si se añaden más cantidad de reactivo o producto al sistema, la tensión se aliviará desplazando el equilibrio en la dirección en que se consuma parte de la sustancia adicional.
- Cuando se remueve un reactivo o producto de un sistema en equilibrio, la reacción que genera esa sustancia se efectúa en mayor grado que la reacción inversa.

Ejemplo:

Sea la reacción en equilibrio:



Hacia donde se desplaza la reacción si:

- Se agrega óxido sulfuroso : El equilibrio se desplaza hacia la derecha
- Se agrega oxígeno : El equilibrio se desplaza hacia la izquierda
- Se retira agua : El equilibrio se desplaza hacia la izquierda
- Se retira sulfuro de hidrógeno : El equilibrio se desplaza hacia la derecha

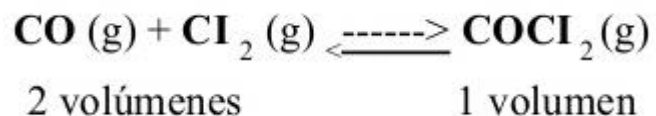
2. Efecto de la Presión

Los cambios de la presión afectan muy poco a las concentraciones de sólidos o líquidos, porque son ligeramente compresibles. Sin embargo, los cambios de presión pueden provocar cambios significativos en las concentraciones de los gases.

| Tensión | Dirección del desplazamiento de : $A_{(g)} \rightleftharpoons 2D_{(g)}$ |
|---|--|
| Incremento de presión (disminución de volumen) | Hacia un número menor de moles de gas (hacia la izquierda para esta reacción) |
| Disminución de presión (aumento de volumen) | Hacia un mayor número de moles de gas (hacia la derecha para esta reacción) |

Ejemplo:

Sea la reacción en equilibrio:



Al aumentar la presión en este sistema de equilibrio, se desplazara hacia la derecha, es decir donde existe menos volumen. En sentido contrario, si existiera una disminución de presión, el equilibrio se ira donde hay mas volumen, o sea hacia los reactantes, y estableciéndose un nuevo equilibrio seguidamente.

3. Efecto de la Temperatura

| Reacción Química | Tensión (cambio) | |
|--|---|---|
| | Aumento de temperatura | Reducción de temperatura |
| Exotérmica $A + B \rightleftharpoons C + D + \text{Energía}$ | La reacción se desplaza hacia la izquierda (\leftarrow) | La reacción se desplaza hacia la derecha (\rightarrow) |
| Endotérmica $A + B + \text{Energía} \rightleftharpoons C + D$ | La reacción se desplaza hacia la derecha (\rightarrow) | La reacción se desplaza hacia la izquierda (\leftarrow) |

En forma práctica:

| ΔH | Temperatura | Constante K_c | Desplazamiento |
|-------------|-------------|-----------------|----------------|
| Endotérmica | Aumenta | Aumenta | Derecha |
| Endotérmica | Disminuye | Disminuye | Izquierda |
| Exotérmica | Aumenta | Disminuye | Izquierda |
| Exotérmica | Disminuye | Aumenta | Derecha |

4. Adición de un Catalizador:

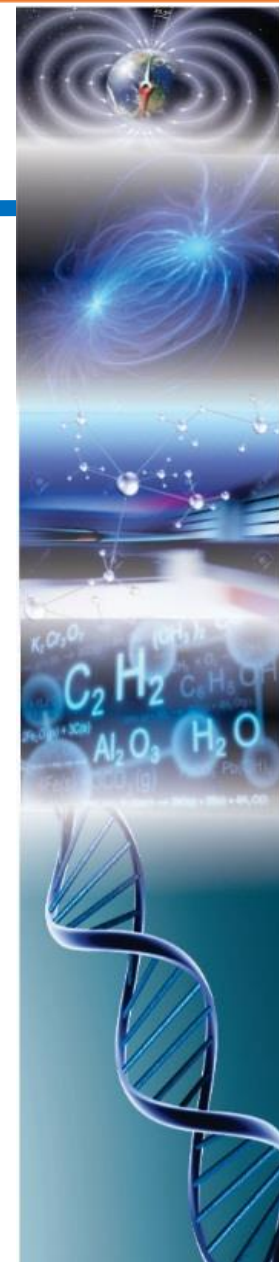
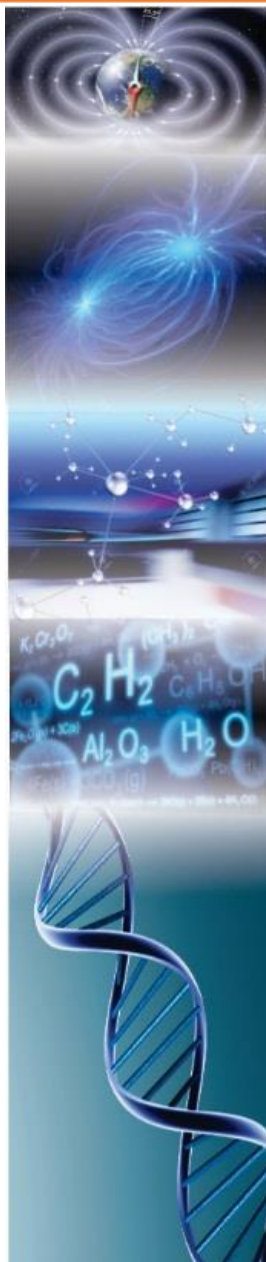
No habrá ningún cambio en el equilibrio. Ambas direcciones, tanto la directa como la inversa son aceleradas. Un catalizador sólo hace que la reacción llegue al equilibrio de manera más rápida, más no afecta la posición final del equilibrio, es decir, las concentraciones no sufrirán cambio alguno.

RESUMEN

| Cambio | Efecto en el Equilibrio | ¿Cambia K_c ? |
|---------------------------------|------------------------------------|-----------------|
| Aumento de concentración | Cambio en sentido opuesto | No |
| Disminución en la concentración | Cambio en el mismo sentido | No |
| Aumento de presión | Cambia hacia donde hay menos mol | No |
| Disminución de presión | Cambia hacia donde hay más mol | No |
| Aumento de temperatura | Cambia en la dirección endotérmica | Si |
| Disminución de temperatura | Cambia en la dirección exotérmica | Si |
| Agregar un catalizador | No cambia | No |

MOMENTO DE PRACTICAR

PROBLEMAS Y RESOLUCIÓN



01. Respecto al equilibrio químico, determine si las proposiciones son verdaderas (V) o falsas (F) y elija la secuencia correcta.

I. A nivel molecular, es dinámico.

II. La reacción directa e inversa se producen en forma espontánea.

III. La concentración de los reactivos y productos son iguales.

A) VFF B) FVF C) VFV D) VVV **(E) VVF**

02. Dadas las siguientes proposiciones indicar lo correcto:

I. El equilibrio es un estado en el que no se observan cambios en las concentraciones de las sustancias a medida que transcurre el tiempo.

II. El equilibrio químico, es un equilibrio dinámico que se alcanza en una reacción química reversible.

III. La expresión matemática de la ley de acción de masas relaciona las concentraciones de reactivos sobre los productos en el equilibrio.

A) Solo I B) Solo II **(C) I y II**
D) I y III E) II y III

03. Sobre el equilibrio químico:

I. Las reacciones directa e inversa ocurren a igual velocidad.

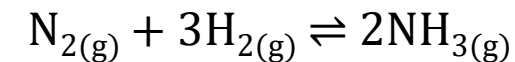
II. En los equilibrios homogéneos solamente participan sustancias gaseosas.

III. En los equilibrios heterogéneos, participa por lo menos una sustancia sólida.

Son correctas:

(A) Solo I B) Solo II C) I y II
D) I y III E) II y III

04. Según la siguiente ecuación química en equilibrio, diga que se puede afirmar:



I. El $\text{N}_{2(g)}$ y $\text{H}_{2(g)}$ ya no se convierten en $\text{NH}_{3(g)}$.

II. Solo pueden llegar al equilibrio partiendo del $\text{N}_{2(g)}$ y $\text{H}_{2(g)}$.

III. Desde el punto de vista macroscópico la reacción es estática.

A) Solo I B) Solo II **(C) Solo III**
D) I y III E) II y III

05. Respecto a la constante de equilibrio, indique las proposiciones incorrectas.

I. Depende de la concentración inicial de los reactivos.

II. Al modificar la presión, la constante de equilibrio K_p permanece constante.

III. Al modificar los coeficientes estequiométricos, su valor numérico se altera.

A) I, II y III

☒ B) Solo I

C) I y II

D) I y III

E) Solo II

DEDUCCION DE LAS EXPRESIONES DE LAS CONSTANTES DE EQUILIBRIO

06. Respecto a la constante de equilibrio de una reacción, indique la proposición verdadera (V) o falsa (F) según corresponda:

I. La constante K_c se expresa usando las concentraciones en el equilibrio.

II. Para reacciones reversibles homogéneas, la constante de equilibrio K_p puede expresarse en función de las presiones parciales de reactivos y productos en fase gaseosa.

III. Si $K_c > 1$ significa que el equilibrio se establece cuando la mayoría de reactivos se transforma en productos.

A) FVV

B) VFV

☒ C) VVV

D) VVF

E) VFF

07. Determinar la proposición incorrecta:

- A) K_p es la constante de equilibrio para una reacción en fase gaseosa.
- B) K_c es la constante de equilibrio para cualquier reacción reversible.
- C) La constante de equilibrio solo se evalúa en reacciones reversibles.
- ☒ D) Para toda reacción en fase gaseosa $K_p = K_c$
- E) La constante de equilibrio de una reacción evalúa la tendencia a formar productos.

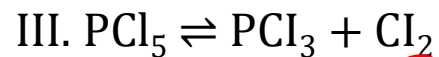
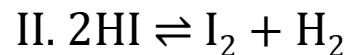
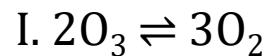
08. Diga verdadero (V) o falso (F) acerca de las siguientes características de la constante de equilibrio.

- I. Las unidades de K_c son mol/L.
- II. El valor de K_c depende de las concentraciones iniciales de los reactivos.
- III. Si el valor de $K_c > 1$ se dice que la reacción está desplazada a la derecha.

- ☒ A) FFV B) FVF C) VVF
- D) FVV E) VFV

RELACIÓN ENTRE K_c y K_p

09. Determine en cuántas reacciones $K_p = K_c$



- A) Solo I ☒ B) Solo II C) Solo III
- D) I y III E) II y III **UNI 2006-I**

10. Respecto a las reacciones que alcanzan el equilibrio, indique la secuencia correcta luego de analizar si las proposiciones son falsas o verdaderas:

- I. Al alcanzar el equilibrio, los reactivos ya no se transforman en producto.
- II. En equilibrio, la rapidez de la reacción directa es igual a la reacción inversa.
- III. En el equilibrio, hay cantidades iguales de reactantes y productos.

- A) VVV B) VVF ☒ C) FVF
- D) VFV E) FFF

EX. FINAL 2016-1



FIN DE LA SESIÓN

PRACTICA Y APRENDERÁS